



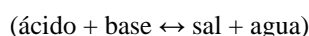
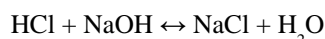
## El pH

por Guerrero Hernán y Pujol Carlos

El pH es un parámetro medible que indica la acidez del agua en el acuario.

### 1. Ácidos y bases

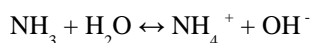
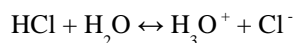
Para entender de qué estamos hablando cuando nos referimos a un agua ácida o alcalina, analizaremos rápidamente las primeras teorías en donde se definían las sustancias denominadas ácidos y bases. Los ácidos y las bases, son dos tipos de compuestos químicos que presentan características opuestas. Los primeros tienen un sabor agrio, colorean de rojo el tornasol (tinte rosa que se obtiene de determinados líquenes) y reaccionan con ciertos metales desprendiendo hidrógeno. Las bases tienen sabor amargo, colorean el tornasol de azul y son jabonosas al tacto. Cuando se combina una solución acuosa de un ácido con otra de una base, tiene lugar una reacción de neutralización. Esta reacción en la que, generalmente, se forma agua y una sal, es muy rápida. En el ejemplo que se da a continuación, el ácido clorhídrico (HCl) al combinarse con el hidróxido de sodio (NaOH) da cloruro de sodio (NaCl) y agua (H<sub>2</sub>O).



Los conocimientos modernos de los ácidos y las bases parten de 1834, cuando el físico inglés Michael Faraday descubrió que ácidos, bases y sales disueltos en agua pueden conducir la corriente eléctrica ya que se disocian en partículas con carga o iones.

Johannes Brønsted y Thomas Lowry formularon en 1923 una teoría que establece que los ácidos son sustancias capaces de ceder H<sup>+</sup> y las bases sustancias capaces de aceptarlos.

La teoría de Brønsted y Lowry también explica que el agua pueda mostrar propiedades anfóteras, esto es, que puede reaccionar tanto con ácidos como con bases. De este modo, el agua actúa como base en presencia de un ácido más fuerte que ella, como el ácido clorhídrico (HCl) o, lo que es lo mismo, de un ácido con mayor tendencia a disociarse que el agua, y también actúa como ácido en presencia de una base más fuerte que ella, como el amoníaco (NH<sub>3</sub>):



La fuerza de un ácido se puede medir por su grado de disociación al transferir un protón (H<sup>+</sup>) al agua, produciendo el ion hidronio (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>)<sup>1</sup>. De igual modo, la fuerza de una base vendrá dada por su grado de aceptación de un protón del agua. Puede establecerse una escala apropiada de ácido-base según la cantidad de H<sup>+</sup> formada en soluciones acuosas de ácidos, o de la cantidad de OH<sup>-</sup> en soluciones acuosas de bases.

El agua pura, es decir sin agregado de electrolito alguno, está siempre ionizada (si bien sólo en una cantidad muy pequeña), disociada en iones positivos (H<sup>+</sup>) e iones negativos (OH<sup>-</sup>). Mediante cuidadosas mediciones de la conductancia del agua a la corriente eléctrica, se ha podido determinar que: la concentración de H<sup>+</sup> y OH<sup>-</sup>, a la temperatura de 25 °C, es de 1,004 x 10<sup>-7</sup> M<sup>2</sup> para cada uno.

---

Se define como Kw (constante de disociación del agua) como al producto de (H<sup>+</sup>) y (OH<sup>-</sup>) o sea prácticamente 10<sup>-14</sup>. Habida cuenta que es una constante, cuando aumenta la **concentración** de un ion, disminuye la del otro y siempre el producto de ambas concentraciones permanece en 10<sup>-14</sup>.

## 2. Definición de pH

En 1909 Soren Peter Lauritz Sørensen, definió el potencial hidrógeno (pH) como el logaritmo negativo de la **concentración** de los **iones** hidrógeno. Esto es:

$$\text{pH} = -\log n$$

Donde n representa la **concentración** de **iones** de hidrógeno.

Por lo tanto, en el agua neutra, donde la **concentración** de **iones** de hidrógeno es de 10<sup>-7</sup> M, el valor del **pH** será:

$$\text{pH} = -\log 10^{-7} \text{ M}$$

Resolviendo la ecuación:

$$\text{pH} = -(-7 \log 10) = -(-7 \times 1) = -(-7) = 7$$

En consecuencia el agua neutra posee un **pH** de 7.

Desde entonces, el término **pH** ha sido universalmente utilizado por la facilidad de su uso, evitando así el manejo de cifras largas y complejas. Por ejemplo, una **concentración** de [H<sup>+</sup>] = 1×10<sup>-7</sup> M (0,0000001) es simplemente un **pH** de 7 como se explica arriba.

Desde el punto de vista práctico, podemos decir que el **pH** es el exponente positivo de la **concentración** de H<sup>+</sup> de la **solución**. Por ejemplo:

$$n = 10^{-7} : \text{pH } 7$$

$$n = 10^{-5} : \text{pH } 5$$

$$n = 10^{-9} : \text{pH } 9$$

## 3. Efectos del cambio de pH

Podemos decir que la escala de **pH** comprende valores entre 0 y 14 (si bien es posible obtener valores de **pH** mayores a 14 y menores a 0, a los fines prácticos que nos conciernen podemos quedarnos con estos límites). Como se explico con anterioridad en agua pura el **pH** es igual a 7 que definimos como neutro, llamaremos al agua ácida cuando su **pH** sea menor de 7 y básica cuando esté por arriba de 7. Al ser una escala logarítmica, el cambio de una unidad de **pH** (por ejemplo de 7 a 6) señala un cambio de 10 veces en la **concentración** de H<sup>+</sup>. En otras palabras, un **pH** de 6 indica una **acidez** 10 veces mayor que un **pH** 7. Por ello, el cambio de **pH** en forma brusca es un cambio químico muy importante para los peces de lo que parece a primera vista. Se recomienda no hacer cambios que impliquen una modificación del **pH** en más de 0,3 unidades por día. La mayoría de los peces de acuario requieren un **pH** que oscila entre 6,8 y 7,2. Condiciones de **pH** por encima o por debajo de esos valores son aceptados por pocas especies. Como ejemplo podemos mencionar a los peces vivíparos (espadas, lebistes, mollys, etc.) provenientes de aguas con **pH** ligeramente alcalino, hasta los que viven en aguas con **pH** mayor de 7,5, tal el caso de algunos cíclidos de los grandes lagos de África. Por el contrario, los escalares, discus y algunos tetras están bien adaptados a vivir en aguas con **pH** por debajo de 6,8.

Tenemos que tener presente que los huevos fecundados de los peces y los alevines son más susceptibles a los cambios de **pH** que los peces adultos.

## 4. Fluctuaciones del pH

El **pH** del agua de un acuario no se mantiene constante en el tiempo, e incluso puede sufrir modificaciones entre el día y la noche. El **pH**, en general, desciende por la noche, ya que hay una mayor cantidad de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>)

disuelto en el agua, debido a que no es utilizado por las plantas en el proceso de fotosíntesis que requiere luz, y por lo tanto se puede combinar con el agua en mayor proporción, formando ácido carbónico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).



En circunstancias extremas, como en un acuario con exceso de peces, pocas plantas, mal aireado y con mucha materia orgánica en descomposición en el fondo, el agua tiende a ser muy ácida (pH 5,5 o menor). En acuarios que poseen abundante vegetación y que reciben una fuerte iluminación, donde el proceso de fotosíntesis es intenso, hay poco  $\text{CO}_2$  disuelto y, por lo tanto, baja formación de  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , pudiendo llegar el pH a 8 o más.

Estas situaciones causarán una importante fluctuación en el pH a menos que el sistema amortigüe de alguna forma los cambios, como veremos más adelante.

## 5. El pH y los compuestos nitrogenados

El pH del agua de un acuario es directamente afectado por el proceso de nitrificación. La oxidación de los iones amonio ( $\text{NH}_4^+$ ) a nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) resulta en la liberación de iones hidrógeno ( $\text{H}^+$ ), lo que causará una declinación gradual en el pH del agua. La nitrificación es un proceso microbiano mediante el cual el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) es convertido en  $\text{NO}_3^-$  en dos reacciones sucesivas. Las bacterias del género *Nitrosomonas* oxidan el  $\text{NH}_3$  a nitrito ( $\text{NO}_2^-$ ) y las bacterias del género *Nitrobacter* oxidan los  $\text{NO}_2^-$  a  $\text{NO}_3^-$ . Esto ocurre naturalmente y en forma constante en el sustrato y en el agua como parte principal del ciclo del nitrógeno. El  $\text{NH}_3$  constituye el 80 % de los productos de excreción nitrogenados del pez. La nitrificación es el método más eficiente para eliminar el  $\text{NH}_3$ , que es sumamente tóxico, del medio ambiente. En el agua, el  $\text{NH}_3$  existe en dos formas, ionizado como  $\text{NH}_4^+$  y no ionizado como  $\text{NH}_3$ . El  $\text{NH}_3$  es tóxico, aún en bajas concentraciones, en tanto que el  $\text{NH}_4^+$  sólo lo es en más altas concentraciones. Más aún, cuanto menor sea el pH del agua (es decir cuanto más ácida sea el agua), mayor será la concentración del radical  $\text{NH}_4^+$  no tóxico. Por el contrario, cuanto más alcalina sea el agua (o sea cuanto más alto sea el pH), mayor será la liberación de  $\text{NH}_3$  tóxico, a partir de las sales de amonio. Los peces que sufren de intoxicación por  $\text{NH}_3$  presentan signos de hipoxia, pudiendo llegar a la muerte.

## 6. Procedimientos para modificar el pH del agua

Cuando determinamos que el pH del agua de nuestro acuario no responde a las necesidades de los peces y plantas que se han introducido, tendremos que modificar dicha situación, teniendo en cuenta que a veces un reacondicionamiento muy drástico puede producir mayores daños que la situación que se pretende corregir.

**Antes de proceder a modificar el pH, lo primero que debe hacerse es averiguar la causa que ha producido esa situación (exceso de peces, plantas, material en descomposición, mala aireación, introducción de fertilizantes o medicamentos, etc.) y solucionarla, pues es absurdo pensar en tratar de modificar el valor del pH sin corregir las causas que han provocado tal situación.**

**Toda modificación del pH debe ser gradual hasta alcanzar el valor deseado. El agregado de cualquier sustancia en el acuario con un determinado fin (en este caso modificar la acidez) traerá efectos secundarios con mayor o menor incidencia en nuestros peces y plantas que evaluaremos para tomar la decisión final.**

Para aumentar el pH del agua, podemos agregar bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ) en pequeñas dosis, previamente disuelto en agua. Debemos tomar en cuenta que estamos agregando por un lado sodio ( $\text{Na}^+$ ) que según la cantidad que necesitamos agregar para neutralizar el exceso de ácido puede resultar tóxico para ciertos peces, y por otro lado el agregado de bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ) que aumenta la dureza temporal del agua. Si queremos lograr un efecto más estable, podemos introducir en el acuario algún elemento calcáreo (conchilla, mármol, cáscaras molidas de huevo, etc.) de tal manera que la disolución lenta del carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) aumente el pH, y teniendo como efecto secundario el aumento en la dureza del agua.

Para bajar el pH, se debe tener la precaución de ablandar el agua (si estamos en presencia de agua dura) antes de intentar la modificación, ya que las sales disueltas (carbonatos y bicarbonatos) contrarrestan el agregado del ácido que se empleará para tal fin, en tanto y en cuanto no se rompa la capacidad amortiguadora de esa solución, provocando un descenso brusco del pH cuando esto ocurra (ver solución buffer más adelante). Habiendo respetado esta advertencia, se puede ba-

jar el pH del agua agregando ácido fosfórico o clorhídrico diluido en forma lenta, esperando un tiempo razonable para que el pH se equilibre y luego de medirlo, volverle a agregar más ácido si fuera necesario.

Un método más natural para bajar el pH es adicionar al agua del acuario agua de turba (*Sphagnum sp.*). La misma se obtiene hirviendo la turba en agua desmineralizada y luego se la filtra a través de una malla o colador.

## 7. Solución “buffer”

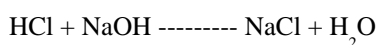
Se suele atribuir la paternidad del término *buffer* al célebre químico danés S.P.L. Sørensen, inventor de la escala de pH. Sin embargo, es probable que los primeros en referirse a este concepto por escrito hayan sido los franceses A. Fernbach y L. Hubert con la voz *tampón* en 1900. Mientras estudiaban la amilasa y la diastasa proteolítica de la malta, estos autores notaron que una solución parcialmente neutralizada de ácido fosfórico actuaba como «protection contre des changements brusques d'acidité ou d'alcalinité: les phosphates leur servent en quelque sorte de tampon». Fernbach y Hubert emplearon probablemente este vocablo para hacer una analogía entre ese tipo de solución y el tope (*tampón*) de ferrocarril, dispositivo metálico montado sobre resortes y colocado de a pares en las partes delantera y trasera de un vagón o automóvil para amortiguar los choques. Años después, Sørensen tradujo esta voz al alemán *-puffer-* y luego al inglés *-buffer-* y, dado su prestigio internacional, la difusión de este último quedó garantizada. Otras alternativas de traducción son, por ejemplo, amortiguador o solución amortiguadora, regulador de pH o solución reguladora de pH. Con menor frecuencia, se encuentran los términos corrector de pH y neutralizador de pH, pero resulta evidente que este último no es apropiado, puesto que neutralizar una solución significa ajustar su pH a 7,0, y esa no es su función.

Veremos entonces cual es el papel de estas soluciones y como llevan a cabo su acción.

Muchas de las reacciones químicas que se producen en solución acuosa necesitan que el pH del sistema se mantenga constante, para evitar que ocurran otras reacciones no deseadas. Las soluciones reguladoras o *buffer* son capaces de mantener la acidez o basicidad de un sistema dentro de un intervalo reducido de pH. Estas soluciones contienen como especies predominantes, un par ácido / base conjugado en concentraciones apreciables, mayores que  $10^{-2}$  M. Se pueden preparar disolviendo en agua cantidades adecuadas de un ácido débil y una sal de su base conjugada, o una base débil y una sal de su ácido conjugado; también se puede obtener una solución reguladora haciendo reaccionar parcialmente (por neutralización) un ácido débil con una base fuerte, o una base débil con un ácido fuerte. Una vez formada la solución reguladora, el pH varía poco por el agregado de pequeñas cantidades de un ácido fuerte ó de una base fuerte, pero pierde su capacidad reguladora por el agregado de agua, es decir cuando la solución se diluye.

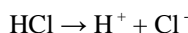
Para comprender mejor el párrafo anterior, vamos a definir a continuación algunos términos:

**Reacción de neutralización:** Es una reacción entre un ácido y una base. Generalmente en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una sal, un ejemplo es el producto de la reacción ácido-base del ácido clorhídrico (HCl) con hidróxido de sodio (NaOH)



(ácido + base ----- sal + agua)

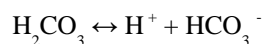
**Ácidos fuertes:** Son los que se disocian completamente, cuando se disuelven en agua. Ejemplos:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , HCl,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ .  $K_a$  (constante de disociación del ácido) =  $\infty$  (infinito)



Por lo que se considera que el HCl no esta como tal en el agua sino  $\text{H}^+$  y  $\text{Cl}^-$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log[\text{Ac. Fuerte}]$$

**Ácidos débiles:** No se disocian completamente. Cuanto más pequeña es la constante de disociación ( $K_a$ ), más débil es la acidez. Son ácidos débiles aquellos que tienen constantes de acidez menores o iguales a  $1 \times 10^{-3}$ . (Ejemplos: ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , ácido carbónico  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , ácido fosfórico  $\text{H}_3\text{PO}_4$ )



---

Encontraremos en **solución** mayoritariamente  $\text{H}_2\text{CO}_3$  y en menor proporción  $\text{H}^+$  y  $\text{HCO}_3^-$

$$\text{pH} = .5 \text{ pKa} - \log[\text{Ac}]$$

**Bases fuertes:** Se disocian al 100%, donan todos sus  $\text{OH}^-$ . Son las bases de los metales alcalinos y alcalinotérreos como  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

$K_b$  (constante de disociación de la base) =  $\infty$  (infinito)

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-]$$

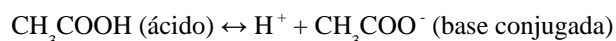
**Bases débiles:** No se disocian completamente. (Ejemplo: hidróxido de amonio  $\text{NH}_4\text{OH}$ )

$$\text{pH} = 7 + .5 \text{ pKa} + .5 \log [\text{B}]$$

**Base conjugada:** Es la sustancia que se forma cuando se elimina un protón ( $\text{H}^+$ ) de un ácido.

**Ácido conjugado:** Es la sustancia que se forma cuando se adiciona un protón ( $\text{H}^+$ ) a una base.

El ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) y el ion acetato ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) por un lado, y el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) y el ion amonio ( $\text{NH}_4^+$ ) por otro, son ejemplos de pares ácido- base conjugados:



Como mencionábamos anteriormente, la función de una **solución** amortiguadora es la de resistir los cambios de **pH** cuando se le agregan ligeras cantidades de ácido o base. Su función es muy importante en los sistemas químicos y biológicos y en los procesos que requieran un cierto valor de **pH** que no sea modificable con facilidad.

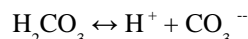
La razón del funcionamiento de las soluciones amortiguadoras se basa en el principio de Le Chatelier, en el equilibrio químico. El ácido o base utilizado, siendo débil, se disocia parcialmente en la **solución**, por lo que hay una proporción según su constante de equilibrio tanto de producto como de reactivo. El principio de Le Chatelier enuncia que si hay una fuerza que modifique el equilibrio de la reacción, esta se desplazará en dirección contraria a donde se aplique esta fuerza.

Es decir, poniendo como ejemplo una **solución** amortiguadora hecha por un ácido débil, al momento de agregarle más ácido, este se disociará y aumentará la **concentración** de **iones**  $\text{H}^+$ , pero el **ión** común (en este caso la base conjugada de la **solución** creada) que se encuentre en la **solución** para contrarrestar el efecto de desbalance en la reacción, se asociará con los **iones** liberados y reducirá su **concentración**, que no aumentará tan notablemente a como lo haría en una **solución** que no es amortiguadora.

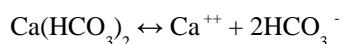
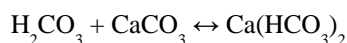
El **pH** de un tampón se calcula mediante la siguiente ecuación:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log (\text{base} \cdot \text{ácido}^{-1})$$

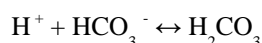
Un sistema natural *buffer* se forma por la interacción del dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) con el carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) presente en la mayor parte de los acuarios. La primera reacción que se produce es la siguiente:



La reacción entre el ácido carbónico y el casi insoluble carbonato de calcio conduce a la formación del bicarbonato de calcio ( $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ), relativamente más soluble.



Los **iones** bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ) pueden evitar un aumento de  $\text{H}^+$ , bloqueando la acidificación.



El sistema también neutraliza a los **iones**  $\text{OH}^-$ , evitando la alcalinización y formándose un precipitado de carbonato de calcio.



Si bien este efecto regulador del agua del acuario constituye un inconveniente cuando se intenta realizar una modificación del **pH**, en circunstancias normales constituye una gran ventaja, ya que las características fisicoquímicas del agua se mantendrán estables ante pequeños cambios en el agua.

Otras soluciones reguladoras que se pueden usar en los acuarios, son las formadas por fosfatos (aunque la **concentración** de fosfatos puede incrementar en gran medida el crecimiento de las algas) o bien por el ácido húmico de la turba.

Cabe aclarar que no todos los sistemas reguladores son aptos para el acuario pues algunas sales o sus concentraciones en el agua son nocivas para las plantas y peces, además que cada **solución** reguladora tiene un rango propio y restringido de mantenimiento del **pH**.

## 8. Notas

1) Los protones no pueden estar en libertad en una **solución** acuosa, motivo por el cual se unen a una molécula de agua, formando lo que se denomina ion hidronio. Para simplificar escribiremos  $\text{H}^+$  para el ion hidrógeno, pero no debemos olvidarnos que ello es nada más que una notación simplificada del ion hidronio).

2) La letra M es el símbolo de molaridad. Una **solución** molar es aquella que posee una **concentración** de soluto (sustancia disuelta) de 1 mol en 1 litro de **solución**. Por su parte, 1 mol es el peso en gramos de una sustancia igual a su peso molecular (PM). Ejemplo: PM oxígeno = 16, PM hidrógeno = 1, por lo tanto 1 mol de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) = 18 g).

## 9. Glosario

**Acidez:** Se define como acidez a la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$ . El agua se auto ioniza de tal forma que el producto de las concentraciones de  $\text{H}_3\text{O}^+$  (hidronio o protones) y  $\text{OH}^-$  (oxidrilo) es siempre constante, por lo que cuando aumenta ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ), disminuye en forma proporcional ( $\text{OH}^-$ ). A mayor concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  mayor acidez.

**Concentración:** Cantidad de elementos en un determinado volumen o superficie y se expresa siempre como la cantidad de elementos por unidad de medida de espacio. En química, dice de la cantidad de una sustancia presente en una solución. Puede expresarse en muchas unidades distintas, explícitas como mg/L, g/L, mg/ml o por convención como % (porcentaje, una parte en cien, aclarando peso o volumen), ppm (una parte en un millón de partes, también aclarando peso o volumen), M (molar, un mol en un litro de solución).

**Dureza o GH:** Se define como dureza al contenido de iones de Calcio y Magnesio en agua. Históricamente se lo definió como dureza debido a que los jabones no formaban espuma en aguas duras. Los jabones son ácidos grasos de cadena larga cuyas sales de calcio y magnesio no son solubles en agua y precipitan. Se expresa habitualmente como mg/L de  $\text{CaCO}_3$ , aunque el calcio y el magnesio puedan provenir de cloruros, sulfatos, nitratos, etc. [Para más información sobre este término...](#)

**Ión:** partícula cargada eléctricamente. Solo puede existir en solución con un solvente capaz de autoionizarse. No todas las sustancias son capaces de ionizarse en agua, por ejemplo, el azúcar común se disuelve pero no se ioniza. Todos los ácidos, bases o sales se ionizan en mayor o menor medida.

**pH:** Forma de expresar la acidez, o sea la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$ . En química se define el operador matemático “p” como “logaritmo de la inversa de”, en este caso aplicado a  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Al ser una escala logarítmica el cambio de una unidad de pH equivale a un cambio de 10 unidades en la acidez. En la escala de pH neutro es 7, ácido valores menores a 7 y alcalino o básico valores mayores a 7. [Para más información sobre este término...](#)

**Solución:** Acción y efecto de resolver una duda o dificultad. En química dice de la mezcla homogénea de dos o más sustancias. Suele llamarse *soluto* al que esta en menor proporción y *solvente* al que esta en mayor, pero no siempre es así. El agua del acuario es una solución de numerosos solutos, siendo el agua el solvente.